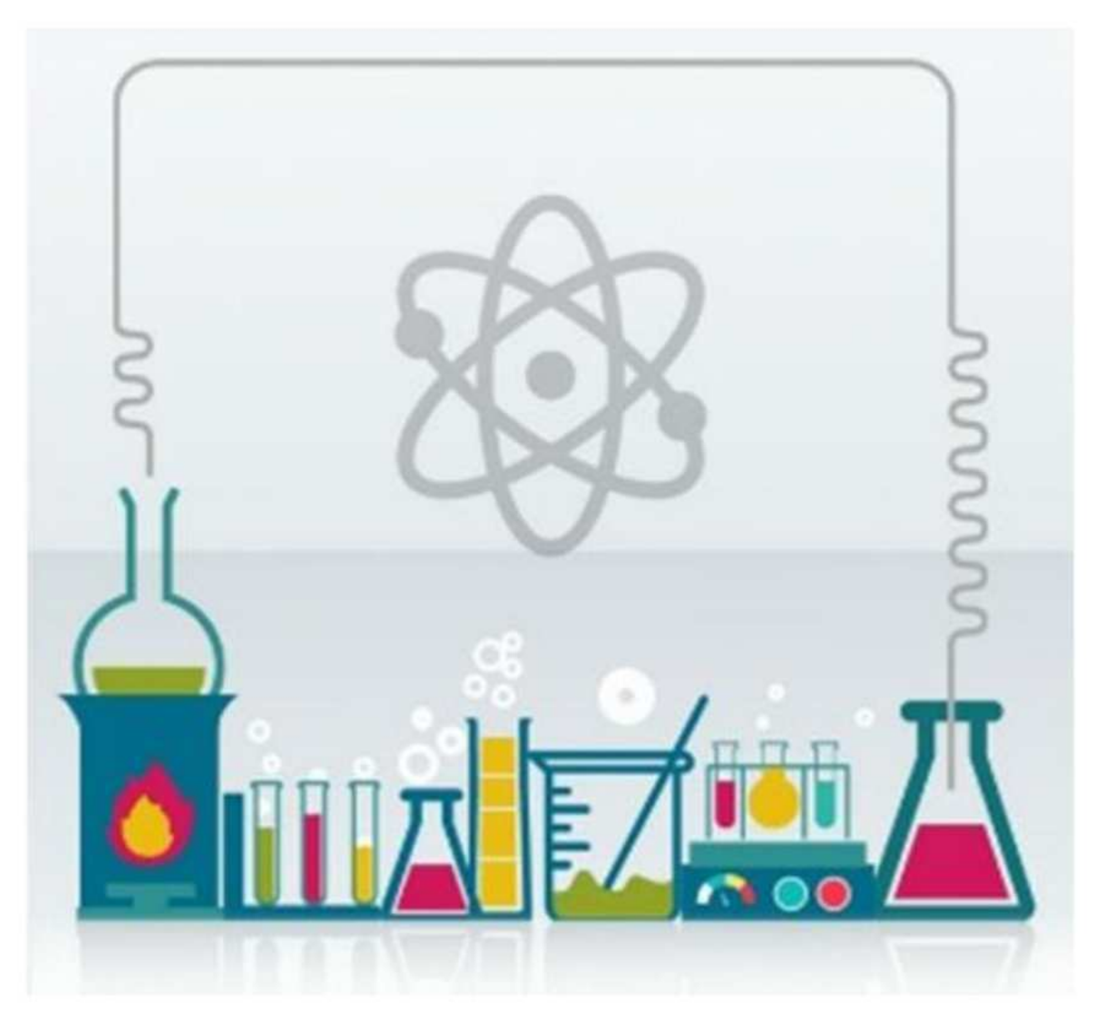


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE SANTO DOMINGO
FACULTAD DE CIENCIAS
Escuela de Química



Manual de Laboratorio
Química Básica (QUÍ-014)



PRÓLOGO

ÍNDICE

NORMAS GENERALES PARA LAS BUENAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO EN LA ASIGNATURA DE QUÍMICA BÁSICA (QUI-014)

Un laboratorio de química es un lugar en el que existen y se manejan productos peligrosos, por lo que, a la hora de manipular estos productos, es necesario tomar una serie de precauciones para evitar accidentes.

En el caso de los laboratorios de prácticas estas precauciones tienen que ser mucho más rigurosas, debido a que, los alumnos que se inician en la experimentación química desconocen la forma de manejar sustancias químicas, y en estas circunstancias los riesgos de accidentes aumentan. Es, por tanto, necesario establecer unas normas generales de comportamiento en el laboratorio, las cuales tienen una doble finalidad, adquirir buenos hábitos de trabajo y evitar aquellos accidentes ocasionados por mala manipulación de dichas sustancias.

ASISTENCIA Y PUNTUALIDAD

- La asistencia es obligatoria a cada una de las prácticas contempladas en el programa de la asignatura, en su sección y horario. En caso de que no pueda asistir a una práctica debe tener una causa justificada y acordar con su profesor para la posible recuperación de la misma.
- No se permite la asistencia a otra sección y horario sin el consentimiento escrito de su profesor.
- después de 10 minutos de iniciada la práctica no se permite la entrada de los estudiantes.
- La asistencia se controla con pase de lista o con el sello del laboratorio.
- Dos ausencias injustificadas provocan la reprobación del laboratorio.

MATERIALES NECESARIOS

- Bata de laboratorio
- Manual de laboratorio
- Tabla periódica
- Libreta de apuntes
- Jabón o detergente líquido
- Toalla pequeña o papel toalla
- Fósforo o encendedores.

VESTIMENTA

- El uso de la bata es obligatorio durante el desarrollo de las prácticas. Esta debe estar abotonada todo el tiempo.
- Los calzados deben ser cerrados
- Deben tener su cabello recogido.

ALIMENTOS Y BEBIDAS

- Esta prohibido ingerir cualquier tipo de alimentos y bebidas, incluyendo el agua y gomas de mascar, si es necesario tomar un medicamento o alimento especial, favor de comunicarlo al profesor o profesora.

ANTES DE INICIAR LA PRÁCTICA

- Leer la práctica.
- Seguir en cada momento las indicaciones del profesor o profesora.
- No debe empezara trabajar hasta haber recibido las instrucciones necesarias. Consultar dudas y dificultades.
- Verificar que la mesa de trabajo este limpia, ordenada y libre de cualquier objeto inadecuado para el desarrollo de la práctica.
- Comprobar que el material de trabajo necesario para el desarrollo de la practica esta en las condiciones adecuadas de conservación y limpieza.

Comunicar cualquier anomalía al profesor o profesora. Cada grupo de trabajo es responsable del material asignado.

DURANTE LA PRÁCTICA

- No debe probar ninguna sustancia y debe evitar el contacto con la piel. En caso de que algún producto corrosivo o caustico caiga en la piel, se eliminara con abundante agua.
- Extremar los cuidados al trabajar con sustancias inflamables, toxicas o corrosivas.
- Comunicar cualquier accidente, quemadura o corte a su profesor o profesora.
- La manipulación de sustancias sólidas se hará con la ayuda de una espátula o cucharilla y para trasvasar los líquidos se hará con una varilla de vidrio o embudo en los casos que sean necesarios.
- Las balanzas no deben moverse del sitio asignado por el profesor o profesora, siempre deberán estar libre de residuos sólidos y líquidos.
- No devolver nunca ningún producto químico a las botellas generales.
- El material de vidrio es muy frágil, por lo que debe evitar los golpes y cambios bruscos de temperatura. Se deberá notificar al profesor o profesora el material que se rompa para fines de reposición.
- Los residuos sólidos no metálicos deben tirarse al cesto de la basura (zafacón), nunca en los fregaderos. Los residuos metálicos se almacenan en un recipiente especial. Los residuos acuosos se verterán en los fregaderos con abundante agua antes, durante y después de verterlos.

AL TERMINAR LA PRÁCTICA

- El material de trabajo debe quedar limpio y ordenado, también se deben apagar, desenchufar los aparatos eléctricos y verificar que las llaves del gas y del agua estén cerradas.
- Lavarse las manos para eliminar residuos de sustancias utilizadas en la práctica.
- Al terminar las practicas el profesor firmara el reporte en su grupo de trabajo y si es necesario se hará una fila organizada frente al escritorio del profesor o profesora.
- Hasta que el profesor no de su autorización no se considera finalizada la práctica y por lo tanto, no podrá salir del laboratorio.

PRACTICA NO.1
OBSERVACIÓN

OBJETIVOS

1- Familiarizarse con los equipos de uso común en el laboratorio
2- Realizar observaciones e interpretaciones de los objetos facilitados en el laboratorio.
3- Desarrollar las destrezas en el uso correcto del mechero de Bunsen.

INTRODUCCIÓN

Una destreza de todos los seres humanos es la observación, este es el primer paso del método científico. Las observaciones están relacionadas con nuestros sentidos, las cuales describen las propiedades de un objeto o acontecimiento que pueden ser percibidos.

Las observaciones se pueden clasificar en **cualitativas,** son las que enuncian una cualidad, ej. La pizarra tiene forma de rectángulo y **cuantitativas,** son las que pueden ser medidas y representadas numéricamente, ej. La pizarra tiene 2 metros de largo y 1 metro de ancho. Además se pueden utilizar instrumentos para hacer una observación.Ej.Uso del microscopio para ver las características de una célula.

Una característica de las observaciones es que sean veraces y reproducibles. Esta actividad se debe realizar de forma objetiva, sin que las opiniones, los sentimientos y las emociones influyan en la labor técnica, esto las diferencian de las interpretaciones las cuales son proposiciones que tratan de explicar el sentido de un hecho, basándose en la observación y la experiencia, por lo cual pueden ser consideradas expresiones personales de carácter subjetivo, por tanto varían dependiendo de quién las hace.

Frecuentemente en el laboratorio se requiere calentar sustancias y para esto utilizamos diferentes equipos tales como: Lámpara de alcohol, baño de maría, estufas eléctricas o un mechero.

El mechero de Bunsen constituye una fuente de energía calorífica de uso frecuente en el laboratorio. Está formado por un tubo de combustión y una base, el tubo de

combustión está enroscado en la base, el cual contiene orificios que permiten la entrada del oxígeno llamados toberas y la anilla que se utiliza para regular la entrada de oxígeno a través de las toberas al tubo de combustión.

En la base se encuentra la entrada de gas y un orificio de diámetro muy pequeño que permite la salida de gas a una mayor presión llamada **espita.**

En la combustión que se produce en el mechero interviene un combustible (gas propano) y un comburente (oxígeno) y ésta puede ser de dos tipos: completa cuando las toberas están abiertas con suficiente entrada de oxígeno e incompleta cuando las toberas están cerradas.

1- Si las toberas están abiertas la **combustión es completa** y la reacción que ocurre es:

$C_3 H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$ + Energía

Gas propano + oxigeno → dióxido de carbono + agua + Energía

En esta combustión se produce una llama de color azul que posee

a) Mayor poder calorífico

b) No produce residuo sólido

c) No tóxica

d) No luminosa.

Si las entradas de aire están cerradas se produce una **combustión incompleta** y forma una llama de color amarillo incandescente que se debe a las partículas de carbono que no combustionan y luego se queman, por lo tanto produce una llama:

a) luminosa

b) Con menor poder calorífico

c) Con residuo sólido de carbón (hollín)

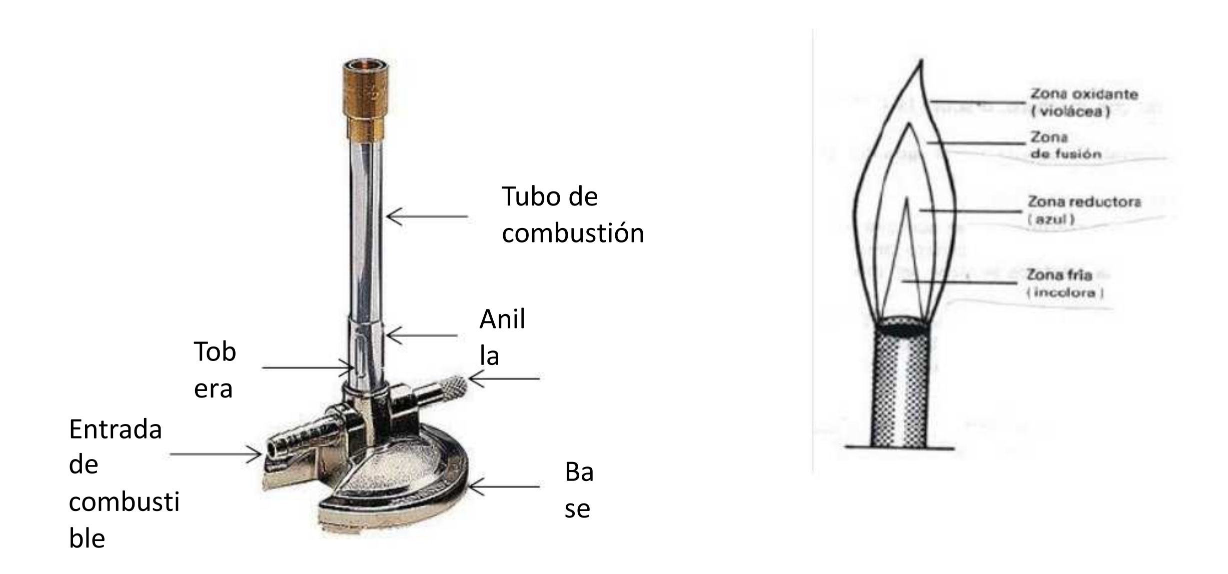
d) Con formación de monóxido de carbono

e) Tóxica.

La reacción producida es la siguiente:

2- $C_3H_{8(g)} + 3O_{2\,(g)} \rightarrow 2CO_{(g)} + C_{(s)} + 4H_2O_{(g)}$ + Energía

Gas propano + oxigeno → monóxido de carbono + carbono + agua + Energía



MATERIALES YEQUIPOS

- Mechero de Bunsen
- Tubo de ensayo resistente al calor
- Gradilla
- Pinzaspara tubos de ensayo
- Objetos a describir

PROCEDIMIENTO

Observaciones

I.-Describir un objeto indicado por el profesor, haciendo mediciones si es necesario. Clasificar las observaciones como cualitativas y cuantitativas.

II.- Nombrar, identificar equipo y cristalería de uso más común en el laboratorio de química básica.

USO Y MANEJO DEL MECHERO BUNSEN

Observe el mechero señalando cada una de las partes que lo constituye, especificando la función de cada una de ellas.

Experimento #1

1.1 Cierre las toberas.

1.2 Encienda un cerillo (fósforo) y colóquelo en la parte superior del tubo de combustión.

1.3 Abra gradualmente la válvula de gas.

1.4. Observe la llama.

En dos tubos de ensayo resistente al calor de igual tamaño y diámetro (numerados1y 2) vierta igual cantidad de agua en cada tubo (la indicada por su profesor), con ayuda de una pinza para tubo de ensayo caliente al mechero el tubo de ensayo número 1, usando la llama luminosa.

Anotar las observaciones y el tiempo que tarda en hervir.

Experimento #2

2.1 Abra las toberas girando la anilla.

2. 2 Ajuste la anilla hasta que aparezca una llama en forma de cono de color azul en el centro. Si la llama se levanta del mechero o parece como si fuera a apagarse después de encendido, reduzca el suministro de gas

2.3. Observe la llama.

2.4 Caliente el tubo de ensayo #2

Anotar las observaciones y el tiempo que tarda en hervir

Compare los dos procedimientos.

¿A qué se debe la diferencia en el tiempo en hervir el agua en cada tubo?

Observe las ecuaciones 1 y 2 de la combustión e identifíquela para cada procedimiento.

EVALUACIÓN PRÁCTICA NO. 1

OBSERVACION

Apellidos__________________________**Nombre**____________________________
Matricula_________________________**Sección**____________**Fecha**___________
Día y hora ________________________**Nombre de su profesor** _______________

1- Escriba las observaciones del objeto utilizado en el experimento y clasifíquelas como cualitativas o cuantitativas.

2- La expresión "el trípode es de hierro"¿Es una observación o una interpretación?Justifique su respuesta.

3- ¿Cuál de las dos llamas debe usarse en el laboratorio? ¿Por qué?

4- De acuerdo a sus observaciones cuál de las llamas tiene mayor poder calorífico. Justifique su respuesta

5- ¿Qué tipo de combustión ocurrió cuando el agua tardó más tiempo en hervir?

PRÁTICA NO.2
PROPIEDADES DE LA MATERIA

1. OBJETIVOS

Desarrollar destrezas en el uso y manejo de instrumentos de medición de:

- Masa
- Volumen
- Temperatura

2. FUNDAMENTO TEORICO

En los laboratorios de química se realizan experimentos en los cuales se requiere hacer mediciones para determinar propiedades de la materia, que en su mayoría están relacionadas a medidas de masa,volumen, temperatura, entre otras. Un factor muy importante es que el resultado de lo que se mida sea confiable, pues toda medición está sujeta a un cierto grado de incertidumbre.

La medición se define como la operación mediante la cual es posible expresar cuantitativamente (valor numérico) la cantidad en que aparece una magnitud. La magnitud es la propiedad de los cuerpos o de un fenómeno natural susceptible a ser medido, como la temperatura, la presión, masa, volumen, densidad, tiempo, longitud, área, entre otras. Medir implica comparar y leer una escala en uninstrumento de medida, dado un patrón o estándar aceptado como unidad de medición.

En la actualidad, el sistema de unidades oficial es el **Sistema Internacional de Unidades** (SI). La unidad fundamental en el SI para la masa es el Kilogramo (Kg) y para temperatura es el Kelvin (K), para volumen es el metro cúbico (m^3) y para la densidad (Kg/ m^3).

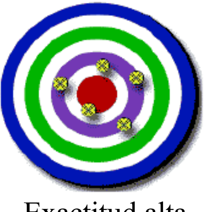
Magnitudes SI básicas

Magnitud física	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad de corriente	Amperio	A
Intensidad luminosa	Candela	Cd

En cada medición se debe tomar en cuenta **la exactitud,** que indica lo cerca que está la medición del valor real de la cantidad medida, grado de concordancia entre el valor "verdadero" y el experimental y la**precisión**que se refiere a la concordancia entre un grupo de resultados de una misma magnitud realizada en condiciones sensiblemente iguales. También la precisión de un instrumento es la mínima cantidad que se puede medir con él.



Exactitud baja
Precisión alta



Exactitud alta
Precisión baja



Exactitud alta
Precisión alta

Medición de masas

Uno de los instrumentos más importantes en el laboratorio de química es la balanza, con la que se pueden medir las masas de diferentes materiales con gran exactitud y precisión. Existen diversos tipos de balanzas:

Balanzas analíticas o de precisióncuya precisión es del orden de 0.0001g.

Balanzas de semi-precisión con una precisión de 0.01g o 0.001g

Balanzas granatarias u ordinarias con una precisión de 0.1g.

La unidad de **masa** que se utiliza en el laboratorio es el gramo (g). En química es común utilizar el término peso como sinónimo de masa; por ejemplo,es frecuente leer el mandato pese un vaso de precipitado con el objetivo de conocer su masa. Sin embargo los conceptos masa y peso son diferentes. Masa es la cantidad de materia que posee un cuerpo y peso es la fuerza que ejerce la gravedad sobre la masa, o sea, que peso = m x g.



Fig. 1

Precauciones para el uso correcto de balanza granatoria (fig.1)

a) Observe que el platillo de la balanza este limpio y seco.

b) No coloque sustancias químicas directamente sobre el platillo.

c) Antes de colocar o quitar objetos de la balanza asegúrese de que la balanza esté en posición de descanso (todas las pesas en cero).

d) Después de usar la balanza limpie cualquier material o residuo que quede en el platillo o área circundante.

e) Nunca trate de ajustar la balanza, si el eje o fiel no coincide con el cero, informe a su profesor.

Instrucciones para el uso de la balanza granataria

a) Verificar que todas las pesas estén en cero y la misma esté en equilibrio.
b) Colocar sobre el platillo el objeto que desea pesar.
c) Mover las pesas de mayor a menor hasta que se logre restablecer el equilibrio
d) Anotar la cantidad indicada en cada barra en orden descendiente. Realizar la suma de estas cantidades.
e) Mover todas las pesas a cero antes de retirar el objeto del platillo.

TIPOS DE PESADAS

1.- Pesada directa

En este tipo de pesada se coloca el objeto directamente sobre el platillo de la balanza y el valor de la magnitud viene directamente indicado dela lectura de la balanza

2.- Pesada indirecta

En este tipo de pesada se conoce la masa de la sustancia que se requiere pesar. El valor de la pesada esta preestablecido.

3.- Pesada por diferencia

En este tipo de pesada no se conoce la masa de la sustancia que se requiere pesar, es necesario conocer la masa del objeto utilizado para hacer la pesada (tara)

MEDICIÓNDE VOLUMEN

Otra propiedad de la materia es el volumen el cual se define como el espacio tridimensional que ocupa un cuerpo. Su unidad de medida es derivada de la longitud, por lo tanto, se expresa en cualquier unidad de longitud elevada al cubo.

Las unidades de volumen que se utilizan en el laboratorio son: litro (L), mililitro (mL) y centímetro cúbico (cm^3o cc).

1L = 1000mL = 1000 cm^3 (cc). Por lo tanto, 1cm^3 = 1mL.

Existen instrumentos de precisión para la medición de volumen,tales como: buretas, pipetas, matraz aforado. Los volúmenes que se miden en los experimentos que se realizan en este laboratorio no requieren el uso de instrumentos de alta precisión por lo que se utiliza la probeta.

Dependiendo de las necesidades se emplean **probetas de diferentes capacidades.** Cada una de ella tiene unas líneas grabadas que corresponden a los volúmenes, y entre estas, unas subdivisiones con lo que se obtiene una lectura precisa. Cada subdivisión tiene un valor diferente dependiendo de la probeta a usar.

Ejemplo:

La probeta de 500 cm^3 tiene diez divisiones de 50 cm^3. Entre cada una de ellas hay diez subdivisiones, el valor de una sub división se determina dividiendo el valor de una división entre el número de subdivisión entre ella. 50 cm^3 dividido entre 10; cada subdivisión tiene un valor de 5 cm^3 en la probeta de 500 cm^3

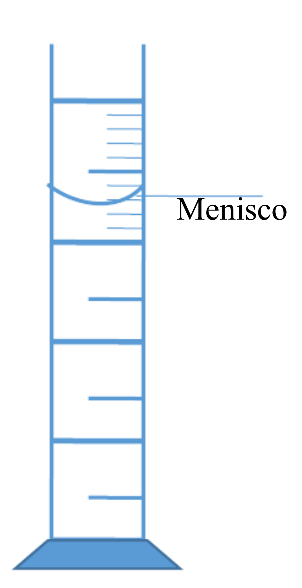


Figura mas completa colocar escala.

Menisco superficie superior de un liquido en un recipiente cilíndrico

Figura 1. Forma correcta de enrasar. Enrasar es medir con exactitud el volumen de un líquido, haciendo coincidir la parte baja del menisco (cuando son líquidos translúcidos) o la parte alta del menisco (para líquidos oscuros) con la marca o señal de volumen de un instrumento volumétrico.

Medición de Temperatura

La temperatura es una propiedad de la materia que se relaciona con el nivel térmico de los cuerpos. Mide la intensidad del calor, lo caliente o lo frio de un cuerpo.

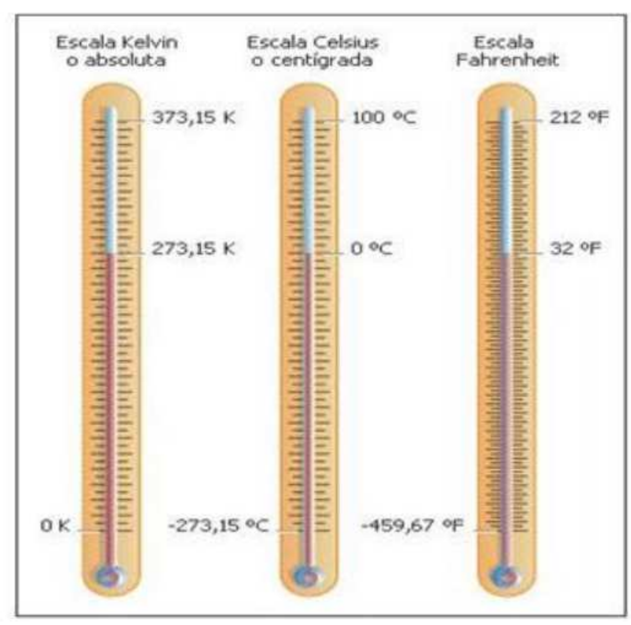
Para medir temperatura se utilizan termómetros. Las unidades de temperatura son: grado Celsius o centígrada (°C), grado Fahrenheit (°F) y Kelvin o temperatura absoluta (K).

K = °C + 273

°C = K- 273

°F = 1.8 × °C + 32

°C = °F – 32/ 1.8



Escalas de temperaturas

3. MATERIALES Y EQUIPOS

- Balanza
- Probetas graduadas de 500 mL, 100 mL, 25 mL y 10 mL
- Vasos de precipitados (Beaker)
- Matraz Erlenmeyer
- Termómetro
- Tubos de ensayo
- Gradilla para tubos de ensayo

4. PROCEDIMIENTO

I.- Determinación de masas

1) Pesada directa. Mida la masa de un objeto.

1.1 Coloque el objeto en el platillo.

1.2 La balanza granataria posee tres barras, la barra número uno (1) es la del centro y debe mover la pesa de 100 en 100, observando que las pesas encajen en las ranuras hasta que el fiel se coloque por debajo de cero, devuelva la pesa a la ranura anterior.

1.3 Pase a la barra número dos (2), mueva la pesa de 10 en 10,observando que las pesas encajen en las ranuras hasta que el fiel se coloque por debajo de cero, devuelva la pesa a la ranura anterior.

1.4 Deslice la barra número tres (3) suavemente hasta lograr el equilibrio de la balanza.

La masa del objeto será la suma de los números que posea cada barra.

Barra N° 1 ____________ g

Barra N° 2 ____________ g

Barra N° 3____________g
Masa del objeto_________g

2) Pesada indirecta

Pesar o tarar un papel o recipiente adecuado, anotar la pesada. A este valor se le suma los gramos especificados por su profesor.

Mover las pesas hasta que coincida con el resultado de esta suma de la tara y la masa indicada. Agregar la sustancia poco a poco, hasta que el eje o fiel de la balanza este en cero.

2.1Pesar o tarar un papel o recipiente adecuado, anotar la pesada

2.2 A esta cantidad sumar los gramos que se desea pesar

2.3 Marcar en la las barra de la balanza el resultado de esta suma (moviendo las pesas)

2.4 Agregar la sustancia poco a poco, restablecer el equilibrio de la balanza, observado en el eje o fiel.

Masa o peso del recipiente vacío_________ g

Masa o peso indicado__________ g

Masa del recipiente vacío + masa o peso indicado

Barra N° 1 ______ g

Barra N° 2 ______ g

Barra N° 3_______g
g

3) Pesada por diferencia

3.1- Colocar en el platillo un recipiente limpio y seco, sin retirar de la balanza, se anota la pesada (tara)

3.2- Agregue la sustancia cuya masa desea determinar, restablecer el equilibrio moviendo las pesas, anotar la masa del recipiente y la sustancia.

3.3 - Por diferencia entre las dos pesadas (masa del recipiente con la sustancia menos la masa del recipiente vacío), determinar la masa de la sustancia.

Masa o peso del recipiente vacío_________ g

Masa del recipiente vacío + Masa o peso de la sustancia ______ g

Masa o peso de la sustancia ______ g

II.-Medición de volumen

Paso 1- Examine las probetas indicadas por su profesor. Determine cuál es su capacidad, como está dividida y como está subdividida. Determine el valor de cada división y de cada subdivisión. Para obtener el valor de cada subdivisión divida el valor de la división entre el número de sub divisiones, así determinamos la precisión del instrumento.

Capacidad de la probeta__________________

Valor de la división de la probeta____________________

Número de subdivisiones de la probeta_________________

Valor de cada subdivisión (precisión de la probeta)____________________

Paso 2- Use la probeta más apropiada, para medir los volúmenes siguientes:

a) Llene con agua un tubo de ensayo hasta el borde y mida el volumen de agua. Anotar el volumen con su unidad correspondiente ____________________

b) Llene con agua un matraz Erlenmeyer o un vaso de precipitado de 50 mL y mida el volumen de agua en una probeta. Anotar el volumen____________________

c) En un vaso de precipitado de 400 mL de capacidad, agregue agua hasta 200 mL y vacíe el agua medida en una probeta. Observe el volumen del agua marcado en la probeta. ¿Existe alguna diferencia en los valores de los volúmenes medidos? Explique

III.- Medición de temperatura

Examine un termómetro, cuál es su escala, como está subdividido.

a) En un vaso de precipitado agregue hielo, introduzca el termómetro, mida su temperatura y anotar_____

b) Tome un vaso de precipitado y agregue unos 30 mL de agua, introduzca el termómetro en el agua, mida su temperatura y anotar___________

c) Caliente los 30 mL de agua hasta ebullición, anotar la temperatura de ebullición_______

Todos los valores obtenidos, conviértalos en:

a) _____________ °C______________°F ______________K

b) _____________°C______________°F ______________K

c) _____________°C______________°F ______________K

EVALUACION PRÁCTICA No. 2

PROPIEDADES DE LA MATERIA

Apellidos__________________________Nombre____________________________
Matricula_________________________Sección____________Fecha___________
Día y hora ________________________Nombre de su profesor _______________

PRACTICA NO.3
PROPIEDADES INTENSIVAS DE LA MATERIA

2. OBJETIVOS

- Determinar la Densidad de Líquidos y Sólidos
- Determinar el Calor Especifico de Metales

INTRODUCCIÓN

Las sustancias pueden identificarse mediante sus propiedades físicas y químicas. Las propiedades además pueden ser extensivas que depende de la cantidad de sustancias presente y las intensivas que no dependen de la cantidad de sustancia o del tamaño de un cuerpo, por lo que el valor permanece inalterable al dividir el sistema inicial en varios subsistemas, por ejemplo la densidad, calor específico, punto de fusión; estas permiten identificar las sustanciasypueden ser medidas en el laboratorio.

Densidad

Es una propiedad física, intensiva característica de cada sustancia pura y por la que se puede identificar.

La densidad se define como la relación que existe entre la masa de una sustancia y su volumen. El concepto masa representa la cantidad de materia, la cual se mide con una balanza y el volumen es el espacio ocupado por la masa; la densidad varía de acuerdo con la temperatura. La mayoría de las sustancias se expanden al calentarse, aumentando de volumen y por tanto varía la densidad. Normalmente la densidad de las sustancias se expresa a 20°C, pero para el agua se expresa a 4°C.

Para determinar la densidad de cualquier material utilizaremos la fórmula;

Densidad = masa /volumen; $D = m/v$

Las unidades en el SI son Kg/m^3; para líquidos y sólidos la densidad se expresa en g/mL o g/cm^3; debido a que los gases ocupan mayor volumen, la densidad se expresa en g/L

La densidad de un sólido de forma regular (geométrica) se determina simplemente pesando el sólido y calculando su volumen de acuerdo a la fórmula que le corresponda. Cuando se trate de un sólido irregular se aplica el Principio de Arquímedes.

A veces oímos hablar de densidad relativa, esta es la relación entre la densidad de un cuerpo a una temperatura dada y la densidad del agua a 4°C. La densidad relativa es adimensional (no posee unidades).

Calor Específico

Cuando una sustancia cambia de temperatura sin cambiar de estado, gana o libera cierta cantidad de energía calorífica, que es proporcional a la masa de la sustancia, al incremento de la temperatura y a cierta propiedad llamada **calor específico**; que se define como la cantidad de calor necesaria para incrementar en 1°C la temperatura de 1g de sustancia. Sus unidades son calorias/g°C

La energía calorífica es importante porque todas las otras formas de energía pueden transformarse en calor y en los procesos físicos y químicos hay transferencia de calor por absorción (proceso endotérmico) o liberación (proceso exotérmico).

El calor se transfiere en un solo sentido, siempre del objeto de mayor temperatura (caliente) a otro de menos temperatura (frío); este fenómeno no se presenta espontáneamente en forma inversa. Cuando dos objetos que están a temperaturas diferentes se ponen en contacto, las partículas del objeto caliente que son rápidas chocan con las partículas del objeto frío que son lentas y durante esta colisión o choque se transfiere energía, de manera que la energía cinética promedio del objeto caliente disminuye, la del frío aumenta y cuando las energías se igualan (se equilibran) cesa el flujo de calor. Las unidades que se usan para medir la energía son la caloría y el julio. La cantidad de calor cedida o absorbida puede expresarse así: $\mathbf{Q = m \times Ce \times \Delta T}$

Donde:

Q = Cantidad de calor (calorías)

m = Masa (gramos)

Ce = Calor especifico (calorías/g °C**)**

ΔT = Variación de temperatura, T_2-T_1 (°C)

MATERIALES Y EQUIPOS

- Balanza
- Probetas graduadas de 25 mL, 100 mL
- Vasos de precipitados (Beacker)
- Matraz Erlenmeyer
- Sólido de forma irregular
- Metal
- Termómetro
- Vaso plástico
- Agua

4. PROCEDIMIENTO

4.1Determinación de densidad de líquidos y sólidos

Mida con exactitud y precisión los volúmenes y las masas a utilizar en este experimento.

Paso 1- Densidad del agua.

a) Tarar o pesar una probeta limpia, según indique el profesor, con la mayor precisión posible.__________________g

b) Agregue a la probeta el volumen de agua indicado por su profesor. Ajustar el menisco inferior hasta la marca en el volumen indicado. **Anote el volumen________________**mL

c)Pesar la probeta con el agua.________________g

d) Se determina la masa del agua, restando la masa de la probeta con el agua menos la masa de la probeta vacía (tara)__________________g

Con los datos obtenidos en el experimento calcule la densidad del agua dividiendo la masa del agua entre el espacio que ocupa (volumen) el agua.

$D_{H2O} = m / v$

Si varía el volumen del agua en la probeta ¿variará el valor de la densidad?

¿Dentro de cuales propiedades de la materia se incluye la densidad?

Densidad de un objeto sólido de forma irregular

a) Medir la masa de un objeto sólido de forma irregular________________g

b) Mida en una probeta adecuada el volumen (V_1) de agua indicado por su profesor. Trate de que el volumen medido sea exacto.________________mL

c)Introduzca el sólido con cuidado en la probeta, de manera que se sumerja. Lea y anote el nuevo volumen (V_2).______________mL

d) La diferencia entre los volúmenes ($V_2 – V_1$)es el volumen del sólido. ___________mL

Calcule la densidad del sólido, dividiendo su masa entre el espacio que ocupa (volumen) del sólido. $D= M/V$

Si se tratara de un sólido de forma regular (con figura geométrica definida) ¿seguiría necesariamente este procedimiento? Explique.

4.2Determinación de calor especifico

a) Pesar 10 gramos del metal asignado.
b) Colocar el metal pesado y un termómetro dentro de un tubo de ensayo bien seco, sostenerlo con una pinza dentro de un Beaker de 400 ml que contenga agua, calentar y dejar que el metal llegue hasta los 90 °C
c) Mientras se calienta el metal, se miden 30 ml de agua destilada, mida la temperatura (T_1del agua) y se colocan preferiblemente en un vaso plástico de espuma (vaso foam) para reducir la pérdida o ganancia de energía hacia o desde el ambiente, y se mantiene alejada del mechero.
d) Cuando ya el metal esté en los 90 °C (T_1 del metal), dejar caer lo más rápido posible el metal caliente contenido en el tubo de ensayo en los 30 ml de agua medida. El termómetro debe mantenerse dentro del vaso con agua para observar la temperatura máxima alcanzada y anotarla. (T_2 del agua)

Nota: Para recuperar el metal usado eliminar el agua por decantación y dejar secar metal.

En el experimento, al calentar un metal a una alta temperatura y luego lo pondremos en contacto con agua a temperatura ambiente, habrá transferencia de energía del más caliente al más frío.

Q (metal) = m (metal) x Ce (metal) x ΔT

Q (agua) = m (agua) x Ce (agua) x ΔT

Calor cedido por el metal = calor absorbido por el agua

Q (metal) = - Q (agua)

m (m) x Ce (m) x ΔT = m (agua) x Ce (a) x ΔT

Con estos datos complementamos la tabla anexa, despejamos de la fórmula anterior el calor específico del metal y se realizan los cálculos matemáticos para obtener el valor del calor específico.

EVALUACIÓN PRÁCTICA No. 3
PROPIEDADES INTENSIVAS DE LA MATERIA

Apellidos__________________________**Nombre**_____________________________
Matricula__________________________**Sección**_____________**Fecha**____________
Día y hora _________________________**Nombre de su profesor** ________________

TABLAS DE RESULTADOS

I.-Densidad del agua

1.- Masa de la probeta vacía o tara ______________________________________

2.- Masa de la probeta + agua______________________________________

3.- Masa del agua ____

4.- Volumen del agua ____

5.- Densidad del agua ____

II.Densidad de un sólido irregular

1.- Masa del sólido irregular ____

2.- Volumen de agua en la probeta (V_1)_______________________________________

3.- Volumen de agua en la probeta con el sólido irregular (V_2) __________________

4.- Volumen del sólido irregular (V_2- V_1) ____

5.- Densidad del sólido irregular ____

CALOR ESPECÍFICO

Datos del agua

1.- Masa de 30 mLagua____________________

2.- Temperatura inicial del agua ________________

3.- Temperatura final del agua __________________

4- Calor especifico del agua = 1.0 Cal/g°C

5- Densidad del agua = 1.0 g/mL

6- Calor absorbido por el agua______________

Datos del metal

1.- Masa del metal ____________________

2.- Temperatura inicial del metal ____________________

3.- Temperatura final del metal ____________________

4.- Calor especifico del metal____________________

5.- Calor del metal ______________

PRÁCTICA NO.4
NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS

1. OBJETIVOS

- Escribir y nombrar compuestos químicos binarios.
- Identificar óxidos, ácidos hidrácidos y sales haloideas.

2. FUNDAMENTO

La química es la ciencia que estudia la materia la cual se puede presentar como sustancias puras y mezclas. Las sustancias puras se clasifican en elementos y compuestos.

Elemento: Es una sustancia pura que no se puede descomponer en sustancias más simples por medios químicos o físicos. La unidad fundamental de los elementos es el **átomo**. Todos los elementos tienen un nombre químico y un símbolo que lo representa. El **símbolo** químico consta de una o dos letras, la primera siempre se escribe en **mayúscula** y la segunda, si la tiene, **minúscula**.
Ejemplo:

Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Uranio	U
Oxigeno	O	Carbono	C
Magnesio	Mg	Cobalto	Co
Calcio	Ca	Cromo	Cr

Algunos elementos no tienen el mismo símbolo que su nombre esto es debido a que sus nombres están en otros idiomas tales como: latín, ingles.
Ejemplo:

Nombre	Símbolo	Origen	Nombre	Símbolo	Origen
Sodio	Na	Natrium	Cobre	Cu	Cuprum
Azufre	S	Sulphur	Plomo	Pb	Plumbum

Hierro	Fe	Ferrum	Potasio	K	Kalium

Tabla periódica
Es una herramienta en la que se encuentran agrupados los elementos químicos que poseen propiedades químicas y físicas semejantes y en la cual los elementos están organizados de acuerdo con su **número atómico. Estos se encuentran distribuidos** en 7 filas horizontales, llamadas **periodos o niveles,** y en 18 columnas verticales llamadas **grupos o familias.**

Los elementos se clasifican en: metales, no metales y metaloides.

Los **metales** se caracterizan porque al reaccionar, sus átomos tienden a perder electrones formando un ion de carga positiva llamado **catión.**

Metal ________Metal$^+$ + electrón
M ___________M^+____ + e^{--}
Na___________Na^+—— + e^-
Ca __________ Ca^{+2}____ + $2e^-$

Los **no metales** se caracterizan porque al reaccionar, sus átomos tienden aganar electrones formando un ion de carga negativa llamado **anión**

No-metal + electrón -------- no-metal^{--}
n-m + e^- ----------- n-m$^{—}$

a) $C + 4e^{--}$ -------- C^{-4} b) $S + 6e^{--}$ ------- S^{-6}

Estado de Oxidación: También llamado número de oxidación significa la cantidad de electrones que puede ganar, perder o compartir un elemento al formar un

compuesto, se representa por un número entero con signo positivo o negativo. El estado de oxidación se encuentra en la tabla periódica de los elementos.

Compuesto: Es la unión química de dos o más elementos, la unidad fundamental de los compuestos es la **molécula.** Los compuestosse representan por formula.
Ejemplos:

- Una molécula de ácido clorhídrico, posee dos elementos, un átomo de hidrogeno y un átomo de cloro, HCl.

El compuesto posee: 2 átomos y una molécula.

- Dos moléculas de bromuro de calcio, poseen 2 átomos de calcio y 4 átomos de bromo, **$2CaBr_2$**.

El compuesto posee: 6 átomos y 2 moléculas.

10 átomos de Al Tiene en total

- Cinco moléculas de sulfato de aluminio { 15 átomos de S { 85 átomos

$5\ Al_2(SO_4)_3$ 60 átomos de O

Nomenclatura: Son reglas establecidas universalmente para escribir y nombrar compuestos químicos. Existen varios tipos de nomenclaturas:

a) Nomenclatura Stock o Moderna
b) Nomenclatura Estequiometria
c) Nomenclatura Antigua o Clásica

Óxidos: Son compuestos binarios del oxigeno con cualquier otro elemento de la tabla periódica. Para tales fines la tabla periódica se divide en dos partes. Metales y no metales. Cuando el oxigeno reacciona con un elemento metálico produce un oxido

metálico u oxido básico. Cuando el oxigeno reacciona con un elemento no metálico produce un oxido no metálico u oxido acido.

Óxidos
- a) Metal + Oxigeno -------- Oxido básico u oxido de metal
- b) No-metal + Oxigeno ----- oxido acido u Oxido de no metal

Óxidos de metal u óxidos básicos

Los metales de los grupos IA, IIA y IIIA poseen un solo número de oxidación, por lo que, los elementos de estos grupos formaran un solo compuesto con el elemento que reaccionen

Grupo	Número de oxidación
IA	+1
IIA	+2
IIIA	+3

Los elementos metálicos que tienen más de un número de oxidación formaran tantos compuestos como números de oxidación posean.

El número de oxidación del oxígeno en la formación de óxidos es -2.

Para la formación de un compuesto, se aplica la regla de las cargas eléctricas la cual establece que las cargas contrarias se atraen y las cargas eléctricas iguales se repelen. Por lo tanto, en un compuesto siempre existe un elemento de carga positiva (catión) que se escribe al inicio de la formula y un elemento de carga negativa (anión) que se escribe al final de la formula. La suma total de las cargas positivas y negativas en un compuesto es igual a cero.

Ejemplo para formar un oxido metálico:

Na^{+1} + O^{-2} -------- Na_2O en este caso hay un intercambio de carga, el numero de oxidación del oxigeno (-2) pasa como subíndice del sodio y el numero de oxidación del sodio (+1) pasa como subíndice del oxígeno, cargas positivas y negativas se neutralizan mutuamente.

a) Ca^{+2} + O^{-2} ------- Ca_2O_2 ------- CaO Oxido de calcio

b) Cr^{+6} + O^{-2} ------- Cr_2O_6 ------ - CrO_3 Oxido de cromo (VI)

c) Al^{+3} + O^{-2} -------- Al_2O_3 Oxido de aluminio

d) Co^{+3} + O^{-2} ------- Co_2O_3 Oxido de cobalto (III)

Los estados de oxidación se intercambian pasando como subíndice en valor absoluto.
Teniendo en cuenta que:
a) El subíndice uno (1) no se marca
b) Los subíndices iguales se anulan
c) Los subíndices que se pueden simplificar se simplifican.

Los óxidos metálicos se nombran siguiendo la Nomenclatura Stock, esta establece que para nombrar los óxidos metálicos se escribe la palabra **"óxido de"** seguido del nombre del metal. Si el metal posee más de un número de oxidación se escribe entre paréntesis el número de oxidación del metal en número romano. **Si el elemento tiene un solo estado de oxidación no hay que especificarlo.**

Ejemplos:

Na_2O Oxido de Sodio

Li_2O Oxido de Litio

CaO Oxido de Calcio

CuO Oxido de Cobre (II)

CoO Oxido de Cobalto (II)

SnO_2 Oxido de Estaño (IV)

Mn_2O_3 Oxido de Manganeso (III)

PbO Oxido de Plomo (II)

Óxidos no metálicos u óxidos ácidos también llamados anhídridos.
Son compuestos binarios formados por un no metal y el oxigeno. En sus reacciones siguen las reglas anteriormente utilizadas intercambiando sus números de oxidación.

Ejemplos:

a) S^{+6} + O^{-2} --- S_2O_6simplificando e intercambiando --------- SO_3 trióxido de azufre
b) N^{+5} + O^{-2} ------N_2O_5 pentoxido de dinitrógeno

Senombran de acuerdo a la nomenclatura **estequiométrica** en la que se indica el número de átomos de cada elemento (subíndice) mediante prefijos numéricos griegos.

mono = 1, di = 2 , tri = 3 , tetra = 4 , penta = 5, hexa = 6 hepta = 7

octa = 8 , nona = 9 , deca = 10 , undeca = 11, dodeca = 12 etc. etc.

Ejemplos:

SO_3Trióxido de azufre
N_2O_5 pentoxidode dinitrogeno
Cl_2O_7Heptoxido de dicloro
Cl_2O_5 Pentoxido de dicloro

N_2O_3 Trióxido de dinitrogeno
CO Monoxido de carbono
SO_2 Dioxido de azufre
Br_2O Monoxido de dibromo

En el caso de que la molécula sea monoatómica (CO) no se debe decir **monóxidodemonocarbono,** con una sola vez basta, **monóxido de carbono**

Los hidrácidos son ácidos binarios que no contienen oxígeno en su fórmula (HX) y se forman cuando un elemento de los grupos: VIA (16) y VIIA (17) con su menor número de oxidación reacciona con el hidrogeno.

En los hidrácidos el estado de oxidación de los elementos del grupo VI es: -2
En los hidrácidos el estado de oxidación de los elementos del grupo VII es: -1

Se nombran con la palabra **acido**, luego la raíz del nombre del no metal terminado en **hídrico**.
Ejemplos:
HCl Ácido clorhídrico HF Ácido fluorhídrico H_2SÁcido sulfhídrico

Sales haloideas o haluros
Son aquellas que no contienen oxigeno en su estructura y se forman por la combinación de un **hidrácido** con una **base o hidróxido**. El **metal** proviene de la base y se une con un **no metal** que proviene del hidrácido, llamado radical, dando como resultado una reacción llamada de**neutralización.**

Un radical es una unidad química de carga negativa, que se obtiene de eliminar el o los hidrógenos de un ácido, su carga es igual a la cantidad de hidrógenos eliminados. Se nombran añadiendo la terminación **uro** a la raíz del nombre del **no metal.**

Ejemplos: HCl $\longrightarrow$ **Cl^-Cloruro**

Para nombrar la sal, se escribe el nombre del radical seguido de la preposición **de** y luego el nombre del **metal.**
En elcaso de que el metal posea más de un estado de oxidación se procede como en los casos anteriores. (Nomenclatura Stock).

Ejemplos:

NaCl	clor**uro** de sodio	KF	fluoruro de potasio
ZnS	sulf**uro** de zinc	Co_2S_3	Sulfuro de cobalto (III)
$FeCl_2$	clor**uro** de hierro (II)	$CaCl_2$	Cloruro de calcio
CuBr	brom**uro** de cobre (I)	$AlBr_3$	Bromuro de aluminio

EVALUACIÓN PRÁCTICA NO. 4
NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS

Apellidos___________________________**Nombre**_____________________________

Matricula_________________________**Sección**____________**Fecha**___________

Día y hora _______________________**Nombre de su profesor** _______________

1.- Elija un elemento de los siguientes grupos, forme el óxido correspondiente y nómbrelos

Grupo	Fórmula	Nombre
IA		
IIA		
VIA		
VIIA		
IIIB		
VIIB		
VIIIB		

2.- Formule y escriba el nombre de cinco (5) ácidos hidrácidos

Fórmula	Nombre

3- Escriba las sales haloideas que se forman cuando los siguientes elementos se combinan con un radical indicado por su profesor.____________________________

Elementos	Fórmula	Nombre
Cromo (+6)		
Zinc (+2)		
Potasio (+1)		
Cobre (+2)		

Hierro (+3)

Manganeso (+7)		

PRÁCTICA NO.5
NOMENCLATURA DE COMPUESTOS TERNARIOS

1. OBJETIVOS

- Escribir y nombrar compuestos químicos ternarios.
- Identificar hidróxidos, ácidos oxácidos y oxisales.

2. FUNDAMENTO

Los compuestos ternarios son aquellos que están formados por tres elementos, dentro de estos estudiaremos los hidróxidos, ácidos oxácidos y las oxisales.

Hidróxidos o bases
Son compuestos ternarios que se forman cuando un oxido básico reacciona con el agua. Su fórmula general es: **$M(OH)_x$.** Se identifica por la presencia en su fórmula de un metal que proviene de la base y el grupo hidroxilo u oxidrilo $(OH)^-$ queproviene del agua.

$M(O)x + H_2O \longrightarrow M(OH)_x$

Donde:

M = metal; OH^{--} =grupo hidroxilo u oxidrilo; x = No. de oxidación del metal

Para escribir la fórmula de un hidróxido, si el metal tiene un número de oxidación mayor que uno (1) el ion hidroxilo (OH)-- se coloca dentro de un paréntesis y como subíndice el número de oxidación del metal.

Ejemplos:

a) $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$
b) $CaO + H_2O$ --------- $Ca(OH)_2$

Para nombrarlos se antepone la palabra **Hidróxido,** la preposición **de** y luego el nombre del **metal** correspondiente, teniendo en consideración:

- Si el metal posee más de un número de oxidación se procede colocando entre paréntesis el número de oxidación del metal en número romano.

Ejemplos:

a) $Fe(OH)_2$ Hidróxido de hierro **(II)** d) $Fe(OH)_3$ Hidróxido de hierro **(III)**
b) NaOH Hidróxido de sodio e) $Co(OH)_2$ Hidróxido de cobalto (II) ,
c) $Ga(OH)_3$ Hidróxido de galio f) $Fe(OH)_3$ Hidróxido de hierro (III)

Oxácidos Son compuestos ternarios, formados por hidrogeno y un **oxiradical**. Su fórmula general es $H_m X O_n$. Provienen de la reacción entre un oxido ácido o anhídrido y el agua. H=Hidrogeno, X=No Metal, O= Oxigeno

m=Cantidad de átomos de Hidrogeno

n=Cantidad de átomos de Oxigeno

Endonde **X** es siempre un **no metal** de los grupos IIIA (13), IVA (14), VA (15), VIA (16), VIIA (17) con estado de oxidación positivo.

Para escribir la fórmula de los oxácidos: primero se escribe el hidrógeno (H), no metal (X) y por último el oxígeno (O)

Primero escribimos H, después C y por último O: H C O

Sumamos el número de átomos de cada elemento del lado de los reactivos y los colocamos como subíndices del lado de los productos: H2CO3.

Como los subíndices no se pueden simplificar se dejan iguales: H2CO3

Para nombrarlo, primero calculamos el #ox. del C.

O= -2 x 3 = -6 H=+1 x 2 = +2 El C debe ser +4; (+4 + 2 – 6 = 0)

Como el C es del grupo IV y está actuando con Estado de oxidación +4 su terminación será ICO.

Regla antigua o tradicional: En estos compuestos se utiliza la nomenclatura antigua o tradicional. Cuando el elemento que acompaña al oxigeno posee mayor numero de oxidación su nombre termina en el sufijo. ……..**ICO** Cuando tiene el menor número

de oxidación termina en el sufijo. ……… **OSO.** Si el elemento forma compuesto con más de dos (2) número de oxidación se agregan los prefijos

Hipo……… menor que Per……….. Mayor que

Tabulando el número de oxidación y los sufijos de acuerdo al grupo al que pertenece el elemento y utilizando la regla de nomenclatura antigua o tradicional. Tenemos:

Grupos/terminación	Hipo……..Oso	……..OSO	…….ICO	PER……..ICO
IIIA			+3	
IVA		+2	+4	
VA	+1	+3	+5	
VIA	+2	+4	+6	
VIIA	+1	+3	+5	+7

Los elementos de los grupos IV y VI forman oxácidos con **2 átomos de hidrógeno**.
Los elementos de los grupos III y V forman oxácidos con **3 átomos de hidrógeno**.
Los elementos del grupo VII forman oxácidos con **1 átomos de hidrógeno**.
Excepto el nitrógeno, **N,** que siendo del grupo V, sus oxácidos tienen siempre un (1) solo átomo de hidrogeno.

Para nombrar un ácido **SIEMPRE** se le antepone la palabra: **ÁCIDO.**

1*- CO_2 + H_2O------------ H_2CO_3**Ácido carbónico**

2*- N_2O_3 + H_2O --------------

Primero escribimos **H**, luego N y por último O : H N O

Sumamos el número de átomos de cada elemento del lado de los reactivos y los colocamos como subíndices del lado de los productos: H_2 N_2 O_4 Simplificamos los subíndices: HNO2

Para nombrarlo, primero calculamos el #ox. del N.

O = -2 x 2= -4 H= + 1 x 1= +1 El N debe ser +3 (+3+1 – 4 = 0)

Como el N es del grupo VA y está actuando con su mínima Estado de oxidación +3 su terminación debe ser OSO: Ácido nitroso

N_2O_3 + H_2O ---------- HNO_2**Ácido nitroso.**

3*- Cl_2O + H_2O **--------**

Primero escribimos H, después Cl y por último O: H Cl O

Sumamos el número de átomos de cada elemento del lado de los reactivos y los colocamos como subíndices del lado de los productos: H_2 Cl_2 O_2

Los subíndices iguales se anulan: H Cl O

Para nombrarlo primero calculamos el #ox. del Cl:

O = -2 x 1= -2 H= +1 x 1 = +1 El Cl debe ser +1 (+ 1 +1 -2 = 0)

Como el Cl es del grupo VIIA y está actuando con la mínima Estado de oxidación +1 su terminación debe ser HIPO…….. OSO: Ácido hipocloroso

a) Cl_2O + H_2O ----------- HClO**Ácido hipocloroso**

b) Cl_2O_3 + H_2O –-------- $H_2Cl_2O_4$ simplificando tenemos $HClO_2$

Calculando el #ox. del Cl tenemos:

O = - 2 x 2 = - 4   H= +1 x 1 = +1 El Cloro debe ser +3 (+1 +3 - 4 = 0)

Como el cloro es del grupo VII y está actuando con Estado de oxidación +3 su terminación debe ser …..OSO

Cl_2O_3 + H_2O ---------- 2 $HClO_2$ **Acido cloroso**

c) Cl_2O_5 + H_2O ----------

Sumamos el número de átomos de cada elemento de lado de los reactivos y los colocamos como subíndices del lado de los productos: H_2 Cl_2 O_6 simplificando tenemos: $HClO_3$

Calculando en #ox. del Cl tenemos

O = -2 x 3 = - 6 H = +1 x1 = +1 El Cl debe ser +5 (+1 +5 – 6 = 0)

El cloro es del grupo VII y está actuando con Estado de oxidación +5 su terminación es: ICO

Cl_2O_5 + H_2O ---------- 2 $HCLO_3$**Acido clórico**

d) Cl_2O_7 + H_2O -------

Sumamos el número de átomos de cada elemento de lado de los reactivos y los colocamos como subíndices del lado de los productos: H_2 Cl_2 O_8 simplificando tenemos: $HClO_4$

Calculando en #ox. del Cl tenemos:

O = -2 x 4 = -8   H = +1 x 1 = +1 El Cl debe ser +7 (+1 +7 – 8 = 0)

El cloro es del grupo VII y está actuando con Estado de oxidación +7 su terminación es: PER….ICO

a) Cl_2O_7 + H_2O ------- 2$HClO_4$ ácido perclórico

Oxisales

Las oxisales son compuestos ternarios que poseen en su estructura átomos de oxígeno, resultan de la reacción entre un oxácido y un hidróxido (reacción de neutralización). Están formadas por un metal que proviene del hidróxido y de un radical que proviene del oxácido (oxiradical).

$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$

Oxácido + hidróxido → oxisal

Sus fórmulas se escriben colocando primero el símbolo del metal y luego el oxiradical. Para nombrarlas se sigue las reglas de nomenclatura Antigua y Stock primero se nombra el radical y luego el nombre del metal. Si el metal tiene un solo estado de oxidación, estese omite y si tiene más de un estado de oxidación este se escribe en números romanos y entre paréntesis.

Radicales químicos

Son átomos o grupos de átomos con carga eléctrica, que en las reacciones químicas se comportan como una unidad con su propio estado de oxidación. No existen libres, ya que no tienen sus estados de oxidación saturados. Los radicales provienen de eliminar el o los hidrógenos a un ácido. La cantidad de hidrogeno que se elimina se convierte en la carga negativa del radical. Se comportan como no metales

Ejemplos: Formación de oxiradicales.

a) $HBrO \longrightarrow H^+ + BrO^-$

b) $H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + (SO_4)^{-2}$

c) $H_3PO_3 \longrightarrow 3H^+ + (PO_3)^{-3}$

Para nombrar los oxiradicales se cambia la terminación OSO del oxácido por la terminación ITO y la terminación ICO por la terminación ATO.

Nombre y estado de oxidación de los radicales más comunes

Monovalentes -1		Divalentes -2		Trivalentes -3	
CN^{-1}	Cianuro	CO_3^{-2}	Carbonato	N^{-3}	Nitruro
HCO_3^{-1}	Bicarbonato	SO_4^{-2}	Sulfato	PO_4^{-3}	Fosfato
MnO_4^{-1}	Permanganato	CrO_4^{-2}	Cromato	PO_3^{-3}	Fosfito
NO_3^{-1}	Nitrato	SO_3^{-2}	Sulfito	SiO_4^{-3}	Silicato
NO_2^{-1}	Nitrito	S^{-2}	Sulfuro	BO_3^{-3}	Borato
CH_3COO^{-1}	Acetato	$Cr_2O_7^{-2}$	Dicromato		
SiO_4^{-1}	Silicato	$C_2O_4^{-2}$	Oxalato		
ClO^{-1}	Hipoclorito				
ClO_2^{-1}	Clorito				
ClO_3^{-1}	Clorato				
ClO_4^{-1}	Perclorato				
$C_2O_4^{-1}$	Oxalato				

Formulación de oxisales

Se escribe primero el símbolo del metal con su estado de oxidación, luego elradical (buscarlo en la lista de radicales):

Ejemplo No.1:formulación del sulfato de calcio($CaSO_4$)

El estado de oxidación del calcio es +2 (Ca^{+2}) y el estado de oxidación del radical sulfato es -2 $(SO_4)^{-2}$. Se intercambian los estados de oxidación: $Ca_2(SO_4)_2$.

Subíndices iguales se anulan **$CaSO_4$**

Como el compuesto tiene un metal y un radical que contiene oxígeno (oxiradical), es una oxisal.

Para nombrar las oxisales se nombra primero el radical, en este caso sulfato$(SO_4)^{-2}$, seguido de la preposición de, luego el nombre del metal calcio (Ca): Sulfato de calcio. Como el calcio tiene un soloestado de oxidación esteno se escribe, se omite. $CaSO_4$, Sulfato de calcio.

Ejemplo No.2:formulación del nitrito de cobre (II)

Se escribe primero el símbolo del metal con su estado de oxidación, luego se escribe el radical: Cu^{+2} $(NO_2)^{-1}$.

Se intercambian los estados de oxidación: **$Cu(NO_2)_2$.** El uno no se marca en las formulas químicas.

Para nombrarlo primero se dice el nombre del radical nitrito, la proposición de y luego cobre (II) porque el cobre presenta más de un estado de oxidación.

Ejemplo No.3:**formulación del sulfato de níquel (III**)

Se escribe primero el símbolo del metal con su estado de oxidación, luego el radical con su estado de oxidación: Ni^{+3} $(SO_4)^{-2}$.

Se intercambian los estados de oxidación: $Ni_2(SO_4)_3$

Para nombrarlo, primero se escribe nombre del radical, la preposición de y luego el nombre del metal indicando su estado de oxidación si presenta más de uno.

Como el níquel tiene más de una estado de oxidación se especifica en número romano dentro de paréntesis.

$Ni_2(SO_4)_3$ sulfato de níquel (III**)**

EVALUACIÓN PRÁCTICA NO. 5
NOMENCLATURA DE COMPUESTOS TERNARIOS

Apellidos__________________________**Nombre**____________________________
Matricula_________________________**Sección**____________**Fecha**___________
Día y hora _______________**Nombre de su profesor:**_______ _______________

1.- Escriba y nombre los hidróxidos:
a) Para un elemento con un solo estado de oxidación.
b) Para un elemento con más de un estado de oxidación.

Elemento	Fórmula	Nombre

2.- Escriba y nombre un ácido oxácido de los grupos VA, VIA y VIIA

Grupo	Símbolo	Fórmula	Nombre
VA			
VIA			
VIIA			
IVA			
IIIA			

3.- Escriba fórmula y el nombre de oxisáles usando el radical del ácido fosfórico y los siguientes metales.

Metal	Radical	Nombre
Cromo +6		
Potasio +1		
Hierro +3		
Cobalto +2		
Molibdeno +5		

PRÁTICA NO.6
PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS Y COVALENTES

1. OBJETIVOS

- Relacionar los compuestos y sus propiedades con el tipo de enlace que lo forma.
- Comprobar que las sustancias iónicas son solubles en agua, poseen alto punto de fusión y conducen la corriente eléctrica en solución (son electrolíticas).
- Clasificar las sustancias en iónicas y covalentes.

2. FUNDAMENTO

La característica común de todos los compuestos es que están formados por dos o más elementos iguales o diferentes a través de un enlace químico.

Un enlace químico es la fuerza que mantiene unidos los átomos en un compuesto.

Existen varios tipos de enlaces, los más importantes son el enlace iónico o electrovalente y el enlace covalente.

Los enlaces iónicos se caracterizan por una transferencia de electrones desde un metal hacia un no metal, dando origen a compuestos iónicos.

Los compuestos iónicos presentan las siguientes propiedades o características:

- Generalmente son sólidos a temperatura ambiente.
- Presentan altos puntos de fusión.
- Son solubles en agua.
- Conducen la electricidad cuando están en solución.
- En solución forman iones.

Los iones son átomos cargados eléctricamente que se forman cuando un átomo pierde o gana electrones. Si el átomo pierde electrones adquiere una carga positiva

recibiendo el nombre de catión y si el átomo gana electrones adquiere una carga negativa recibiendo el nombre de anión

Ejemplos: Formación de iones

$Ca \rightarrow Ca^{2+}$ +2e- Catión

$Cl + 1e- \rightarrow Cl^{-}$ Anión

Los enlaces covalentes se caracterizan por una compartición de electrones entre elementos no metálicos, formando compuestos moleculares o covalentes.

Los compuestos covalentes se clasifican en polares yno polares; presentan las siguientes características:

- Pueden presentarse en estado líquido o gaseoso, aunque también pueden ser sólidos.
- Presentan bajos puntos de ebullición y de fusión.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Generalmente son insolubles en agua y solubles en solventes no polares.

3. MATERIALES Y EQUIPOS

- C_2H_5OH alcohol etílico
- CH_3COOH ácido acético concentrado
- NH_4OH Hidróxido de amonio
- NaOH(ac) hidróxido de sodio en solución acuosa
- I_2 yodo en solución alcohólica
- $C_{12}H_{22}O_{11}$(ac) azúcar en solución acuosa
- NaCl cloruro de sodio
- H_2O agua destilada
- H_2O agua de la llave
- $CuSO_4$(ac) sulfato de cobre (II) en solución acuosa
- Parafina sólida

- Aparato de conductividad
- Agua
- Mechero

- Cucharilla de deflagración
- Pinza para tubo de ensayo
- Vaso precipitado
- Tubo de ensayo

4. PROCEDIMIENTO

4.1 Utilizando la tabla periódica, identifique el tipo de enlace

Sustancia	Tipo de enlace	
	Iónico	Covalente
Alcohol etílico C_2H_5OH		
Acido acético CH_3COOH		
Hidróxido de amonio NH_4OH		
Hidróxido de sodio $NaOH(ac)$		
Yodo I_2		
Azúcar (sacarosa) $C_{12}H_{22}O_{11}(ac)$		
Cloruro de sodio $NaCl$		
Agua H_2O		
Sulfato de cobre (II) $CuSO_4(ac)$		
Parafina		

4.2 Punto de fusión

Clasifique los puntos de fusión como bajo si funde durante el tiempo de calentamiento, y alto si no funde durante este tiempo.

- En una cucharilla de deflagración agregue unos cristales de cloruro de sodio, NaCl, calentar directamente a la llama por un minuto. Anote sus observaciones.

- Repita el procedimiento anterior usando un trozo de cera o parafina. Anote lo observado

4.3 Solubilidad

- Tome tres tubos de ensayo y numérelos:
  a) Tubo No.1 agregue una pizca de $CuSO_4$, sulfato de cobre (II) y 2 mL de agua, agite y anote lo observado.

  b) Tubo No.2 agregue una pizca de NaCl, cloruro de sodio y 2 mL de agua, agite y anote lo observado.

  c) Tubo No.3 agregue 2 gotas de aceite y 2 mL de agua, agite y anote lo observado.

Repite lo anterior pero ahora utilizando alcohol como disolvente.

Tabla de resultados solubilidad

Sustancia	Agua	Alcohol
Cloruro de sodio, NaCl		
Sulfato de cobre (II), $CuSO_4$		
Aceite vegetal		

4.4 Conductividad eléctrica

Introduzca los electrodos en las sustancias que se presentan en la tabla, una a una, lavándolos cada vez con agua destilada. Observe y anote con un signo de mas (+), si hay conductividad y con un signo de menos (-) si no hay conductividad.

Ensayar la conductividad eléctrica para todas las sustancias en solución que aparecen a continuación:

Sustancias	Conduce la corriente eléctrica	No conduce la corriente eléctrica
Cloruro de sodio NaCl, en solución		
Hidróxido de amonio NH_4OH		
Acido acético CH_3COOH		
Hidróxido de sodio NaOH en solución		
Azúcar $C_{12}H_{22}O_{11}$en solución		
Agua H_2O Destilada		
Agua H_2Ode la llave		
Alcohol etílico C_2H_5OH		
Yodo, I_2 en solución		
Sulfato de cobre (II) $CuSO_4$ en solución		
Parafina liquida		
Aceite		

EVALUACION PRÁCTICA No. 6
PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS Y COVALENTES

Apellidos__________________________Nombre__________________________
Matricula_________________________Sección____________Fecha_________
Día y hora _________________Nombre de su profesor ___________________

Complete el cuadro de acuerdo con los resultados obtenidos en los experimentos anteriores.

Compuesto	Enlace iónico	Enlace covalente	
		Polar	No polar
Cloruro de sodio en solución, NaCl			
Hidróxido de amonio, NH_4OH			
Acido acético, CH_3COOH			
Hidróxido de sodio en solución, NaOH			
Azúcar (sacarosa) en solución, $C_{12}H_{22}O_{11}$			
Agua destilada, H_2O			
Agua de la llave, H_2O			
Alcohol etílico, C_2H_5OH			
Yodo en solución alcohólica, I_2			
Sulfato de cobre (II) en solución, $CuSO_4$			

Compare los resultados del procedimiento **No. 4.1** con los resultados de la tabla anterior. Diga si hay correspondencia entre los resultados teóricos y prácticos. Justifique.

PRÁTICA NO.7

TRANSFORMACIONES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LA MATERIA

1. OBJETIVOS

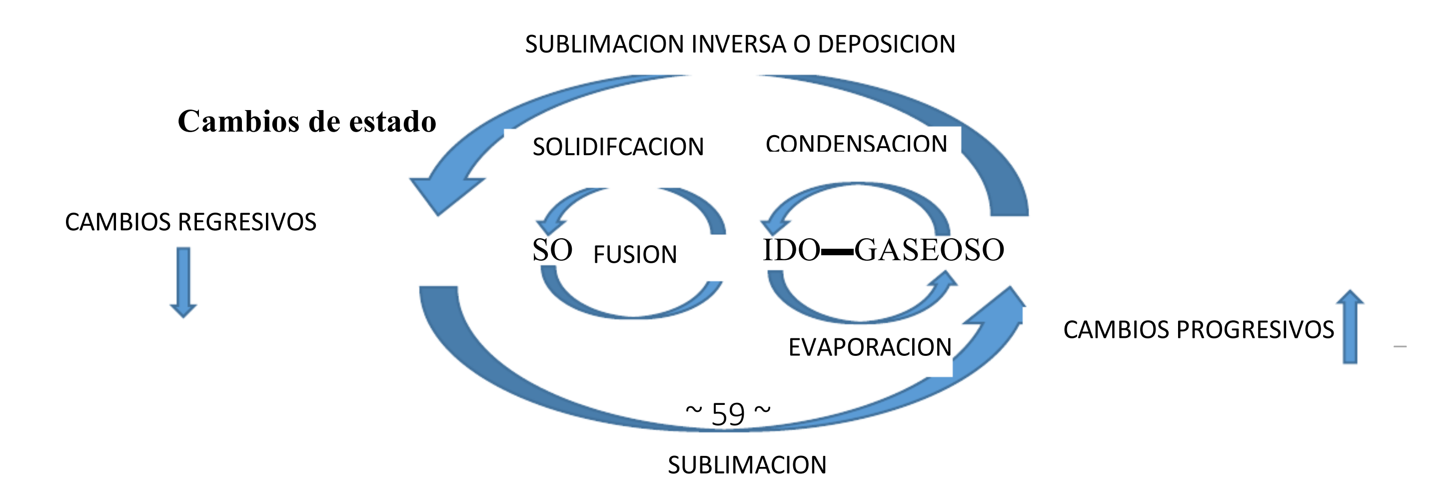
- Identificar las transformaciones físicas y químicas que ocurren en la materia.
- Observar y describir las transformaciones que ocurren en un experimento dado a partir de las evidencias.
- Reconocer los reactivos y productos de una reacción química
- Escribir las ecuaciones químicas que representan a los cambios químicos observados.
- Identificar los tipos de reacciones químicas estudiadas.

2. FUNDAMENTO

Una propiedad es cualquier característica que permita reconocer un tipo particular de materia y distinguirla de otros tipos. Se clasifican de manera general en propiedades físicas y químicas. Toda propiedad de la materia está asociada a cambios o transformaciones, que pueden identificarse a partir de las evidencias.

Transformaciones físicas son alteraciones que no implican modificación de la composición química de la sustancia, es decir, no hay formación de nuevas sustancias. Este tipo de cambio se evidencia a partir de cambios de estado (evaporación, sublimación, fusión, congelación, etc.), formación de mezclas, cambio de temperatura, forma, tamaño, color, entre otras.

Cambios de estado



Transformaciones químicas son las alteraciones que sufren las sustancias para producir nuevas sustancias con propiedades y composición distintas a la original. Un cambio químico implica una reacción química.

Una reacción química es un proceso en el que un conjunto de sustancias llamadas **reactivos** se transforman en un nuevo conjunto de sustancias llamadas productos. Se necesita una evidencia experimental antes de afirmar que ha tenido lugar una reacción. Esta evidencia puede ser:

- Un cambio de color.
- Formación de un sólido (precipitado) en el seno de una disolución transparente.
- Desprendimiento de un gas.
- Desprendimiento o absorción de calor.
- Desprendimiento de luz.
- Desprendimiento de calor y luz a la vez.

Tipos de reacciones químicas:

a) Combinación o síntesis

La combinación, ocurre cuando se unen sustancias simples o compuestas, para formar un producto.

Ejemplos:

$4K_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2K_2O_{(s)}$ $SF_{4(g)} + F_{2(g)} \rightarrow SF_{6(g)}$

$CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)}$ $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$

b) **Descomposición**

Son aquellas reacciones en que un compuesto se descompone para producir dos elementos, un elementos y un compuestos, dos o más compuestos.

Ejemplos:

$2HgO_{(s)} \rightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$ $KClO_{3(s)} \xrightarrow{calor} KCl_{(s)} + O_{2(g)}$

$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ $Cu(OH)_{2\,(s)} \rightarrow CuO_{(s)} + H_2O_{(l)}$

c) Desplazamiento simple

Son aquellas reacciones donde un elemento desplaza a otro en un compuesto. Los metales activos desplazan a metales menos activos o al hidrogeno de sus compuestos en solución acuosa. Los metales activos son los que tienen baja energía de ionización y pierden con facilidad electrones para formar cationes.

Ejemplos:

$Mg_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \rightarrow MgCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$

$CuSO_{4(ac)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnSO_{4(ac)} + Cu_{(s)}$

d) **Desplazamiento doble**

Son aquellas en las cuales dos compuestos reaccionan para formar otros dos nuevos compuestos sin que se produzca cambio en el número de oxidación. Entre las reacciones más comunes dentro de este tipo tenemos las reacciones de Precipitación y las reacciones ácido-base.

Precipitación: Generalmente se produce entre dos sales. Ejemplos

$AgNO_3 + FeCl_3 \rightarrow AgCl + Fe(NO_3)$

$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2NaCl$

$Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow PbI_2 + 2\ KNO_3$

$3NaOH + FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 + 3NaCl$

$Pb(NO_3)_2 + 2NaCl \rightarrow PbCl_2 + 2NaNO_3$

Neutralización: Se produce cuando una sustancia acida reacciona con una sustancia básica o alcalina. Para identificar este tipo de reacción se utiliza una sustancia indicadora de pH. Ejemplos:

$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

$HCl + NaCl \rightarrow NaCl + H_2O$

3. MATERIALES Y EQUIPOS

- Mechero de Bunsen
- Gradillas para tubos de ensayo
- Pinzas para tubos
- Pinzas tijera
- Cinta de magnesio
- Zinc en granalla
- Ácido clorhídrico
- Solución NaOH
- Cloruro de bario
- Clavos
- Arena
- Cloruro de sodio
- Embudo
- Azúcar
- Sulfato de sodio

4. PROCEDIMIENTO

1- Tome un vaso de precipitado, agregue hielo, tape con un vidrio de reloj y coloque el vaso sobre la rejilla de amianto, caliente. Observe los cambios ocurridos en el hielo y nómbrelos.

2- Sostenga un clavo con una pinza tijera y caliente en la zona de oxidación del mechero. Anote sus observaciones.

3-a) En un vaso de precipitado mezcle una cucharadita de cloruro de sodio (sal común) con una cucharadita de arena, agregue 15 mL de agua y agite. ¿Qué se ha formado?

3-b) Filtre la mezcla con ayuda de un embudo y papel de filtro. ¿Qué sustancias se separan en la filtración?

3-c) ¿Qué sustancia está disuelta en el líquido o filtrado?

3-d) ¿Cómo usted separaría los componentes del filtrado?

4- Con ayuda de una pinza tipo tijera, caliente un trozo de cinta de magnesio en el mechero. Observe. Anote y escriba la ecuación de la reacción.

5- Coloque una pequeña cantidad de azúcar en una cucharilla de deflagración y caliente. Anote las observaciones. Escriba la reacción.

6-Coloque en un tubo de ensayo 10 mL de ácido clorhídrico y agregue un trocito de zinc. Anote las observaciones. Escriba la reacción.

7- Colocar 2 mL de sulfato de sodio y agregar tres gotas de cloruro de bario.
Anote las observaciones. Escriba la reacción.

8- En un tubo de ensayo vierta 2 mL de hidróxido de sodio y 2 mL de ácido clorhídrico, agite y caliente hasta sequedad. ¿Qué sustancia queda en el tubo de ensayo? Anote las observaciones. Escriba la reacción.

PRÁTICA NO.7
TRANSFORMACIONES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LA MATERIA

Apellidos_________________________Nombre___________________________
Matricula________________________Sección____________Fecha___________
Día y hora _______________________Nombre de su profesor _______________

1- Diga cuales cambios de estados se producen al calentar el hielo y clasifíquelos en progresivos y regresivos.

2- Diga qué tipo de cambio ocurrió cuando calentó el clavo y cuál fue la evidencia observada.

3- Cuando filtramos la mezcla de sal, agua y arena, lo que queda como filtrado (parte líquida). ¿Es una mezcla o un compuesto? Justifique su respuesta.

4- ¿Qué tipo de cambio ocurrió al calentar la cinta de magnesio y cuál fue la evidencia? Escriba la reacción. Nombre el producto formado y el tipo de reacción.

5- ¿Qué tipo de cambio ocurrió entre el ácido clorhídrico y el zinc? ¿Cuál fue la evidencia? ¿Cuál es el nombre del cambio observado?

6- ¿Cuáles métodos de separación utilizó en la práctica

7. En el cuadro de más abajo, resume las evidencias observadas en cada experimento, tipo de cambio y nómbrelos

EVIDENCIAS	TIPO DE CAMBIO		NOMBRE DEL CAMBIO
	FISICO	QUIMICO	

PRÁTICA NO.8
LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LAS MASAS (LEY DE LAVOISIER)

1. OBJETIVO

- Demostrar la Ley de la Conservación de las Masas

2. FUNDAMENTO

Esta ley fue enunciada por Antoine Laurent Lavoisier en el 1789. Estableció que la materia no se crea ni se destruye solo se transforma.En todo proceso químico la masa o peso de las sustancias que reaccionan, se verifica es igual a la masa o peso de las sustancias que se producen. Los procesos químicos se representan por ecuaciones químicas, las cuales deben estar debidamente equilibradas o balanceadas para que den cumplimiento a la ley de la conservación de la materia.

3. MATERIALES Y EQUIPOS

- Balanza
- Matraz Erlenmeyer de 250 mL
- tableta efervescente
- Agua
- Cuba
- Probeta de 500 mL
- Tubo de desprendimiento
- Tapón de goma.

PROCEDIMIENTO

1- Tome un matraz Erlenmeyer y agregue agua hasta la marca de 50mL.

2- Mida la masa del matraz con el agua y coloque en la boca del matraz la tableta de alkaseltzer con la envoltura_________________g. (M_1)

3- Llene de agua una cuba hidroneumática

4- Llene de agua una probeta de 500mL hasta el borde

5-Tapa con la palma de la mano la boca de la probeta

6- Introduzca la probeta tapada con la mano de manera invertida dentro de la cuba que contiene agua; la probeta debe mentenerse totalmente llena de agua .

7- Tome una manguerita que posee en un extremo un tapón, introduzca el otro extremo de la manguerita en la probeta de 500mL invertida en la cuba.

8-Tome con una mano el extremo que contiene el tapón, quite la envoltura a la tableta cuidando de no humedecerla (guardar la envoltura), introduzca la tableta en el matraz, que tapará de inmediato con el tapón de la manguerita.

9- Espere un momento hasta que que no se observen burbujas, luego agite suavemente el matraz, lea el volumen del agua desplazada en la probeta, este será el volumen del gas (CO_2) ___________________ mL ___________________L.

En esta parte del experimento, se observa la impenetrabilidad, propiedad de la materia que dice: dos cuerpos no pueden ocupar el mismo lugar en el espacio al mismo tiempo, esto quiere decir que el volumen del agua desplazada será igual al espacio ocupado por el gas.

10- Quite el tapón al matraz y mida de nuevo su masa, incluyendo la envoltura, en la misma balanza que lo realizó en el paso 2. ______________g (M_2)

11- Por diferencia de pesadas de las masas (M_1 y M_2), determine la **masa práctica** del gas (CO_2)

(M_1 - M_2) = mCO_2); mCO_2__________________g

12- Usando la densidad del CO_2, y el volumen leído en la probeta, determine la **masa teórica** del CO_2, D_{CO2} = 1.77g/L

$m_{CO2} = D_{CO2} \times V_{CO2}$ (L); m_{CO2} = ___________________g

13- Compare ambas masas y establezca sus conclusiones

EVALUACION PRÁCTICA No. 8
LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LAS MASAS (LEY DE LAVOISIER)

Apellidos__________________________**Nombre**___________________________
Matricula_________________________**Sección**____________**Fecha**___________
Día y hora ________________________**Nombre de su profesor** _______________

11- Masa matraz + agua + tableta con envoltura ______________g (M_1)

2- Masa matraz + contenido + envoltura ____________________g (M_2)

3- Masa experimental del CO_2 _______________________g

4- Volumen de CO_2________________L

5- Masa del CO_2 calculada ____________g

6- Explique por qué la diferencia de la M_1 y la M_2

7- Diga si la ley se cumple, con los datos obtenidos. Justifique su respuesta.

8- Compare la masa de CO_2 práctica con la masa teórica. Qué opinión le merece.

PRÁTICA NO.9
DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE DE AGUA DE HIDRATACIÓN EN UN HIDRATO

1. OBJETIVOS

- Determinar el % de agua de hidratación y el % de la sal anhidra, en una sal de Cobre hidratada

2. FUNDAMENTO

Un hidrato es una sal cuya estructura cristalina contiene agua, a éste se le llama también sal hidratada, el número de moléculas de agua presente en este tipo de sales puede variar y está relacionado directamente con las características y aplicaciones de la sal. Cuando se calienta un hidrato, el agua que contiene en su estructura llamada agua de hidratación o cristalización se evapora quedando un residuo sólido que es la sal anhidra.

Estas sales cristalizadas contienen una cantidad definida de agua de cristalización. Cuando se desea destacar la importancia de la ausencia o presencia de agua de hidratación, se emplean los términos anhidro e hidratado para diferenciar los dos tipos de sales, por ejemplo, sulfato de cobre anhidro, $CuSO_4$. Sulfato de Cobre pentahidratado, $CuSO_4.5H_2O$. El coeficiente que acompaña el agua indica las moléculas de agua presente en el hidrato o sal hidratada.

Conviene aclarar que una sal hidratada pura como el $CuSO_4$ $5H_2O$ tiene una apariencia seca. No se puede apreciar ninguna traza de humedad. Sin embargo muchas veces existen diferencias obvias entre la sal anhidra y la hidratada. Por ejemplo el sulfato de cobre anhidro, $CuSO_4$, es blanquecino, mientras que el pentahidrato, $CuSO_4$. $5H_2O$, es de color azul.

3. MATERIALES Y EQUIPOS

- Balanza
- Capsula de porcelana
- Vidrio de reloj
- Mechero de Bunsen
- Cerillos
- Soporte universal
- Pinzas tijeras
- Tela con amianto
- Sulfato de cobre (II) pentahidrato.

4. PROCEDIMIENTO

- Mida en su balanza la masa de una cápsula de porcelana seca y limpia, registre la información.

- Agregar una pequeña cantidad de sal de cobre pentahidratada ($CuSO_4.5H_2O$), que no exceda 2.0g (entre 1.0g – 1.9g). Registre la masa obtenida.

- Llevar la cápsula al mechero de Bunsen y colocar sobre la rejilla de amianto tape la cápsula con un vidrio de reloj.

- Encender mechero para suministrar calor, llama azul moderada.

- Caliente suavemente hasta que no se observen gotitas de agua en el vidrio de reloj, observe durante el calentamiento el cambio de color que se está produciendo en la sal.

- Deje enfriar, retire el vidrio reloj y mida la masa de la cápsula con la sal anhidra, en la misma balanza que lo hizo anteriormente.

Datos de las medidas de masas:

1. Masa de la cápsula vacía ____________________g
2. Masa de la cápsula + sal hidratada ________________g
3. Masa sal hidratada __________________g(#2 menos #1)
4. Masa de la cápsula + sal anhidra __________________g
5. Masa sal anhidra _______________________g(#4 menos #1)
6. Masa del agua de hidratación _____________g(#2 menos #4)

Después que haya realizado todos sus cálculos y compruebe que el resultado está acorde con la explicación del profesor, proceda a colocar la sal en un envase indicado por su instructor.

EVALUACION PRÁCTICA No. 9

DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE DE AGUA DE HIDRATACIÓN EN UNA SAL DE COBRE HIDRATADA

Apellidos__________________________**Nombre**____________________________

Matricula_________________________**Sección**____________**Fecha**___________

Día y hora ________________________**Nombre de su profesor** _______________

1- Masa de la sal hidratada_____________ g

2- masa de la sal anhidra_____________________ g

3- masa del agua de hidratación________________ g

4- Determinar el % de la sal anhidra (CuSO4)

$$\% CuSO4 = \frac{\text{masa sal anhidra x100}}{\text{masa sal hidratada}}$$

5- Determinar el % de agua de hidratación (H_2O)

$$\% H_2O = \frac{\text{masa del agua de hidratación x100}}{\text{masa sal hidratada}} =$$

6- Calcule teóricamente el % de la sal anhidra y el % de agua de hidratación, de la Fórmula: $CuSO_4.5H_2O$. y compare con los resultados experimentales obtenidos

PRÁTICA NO.10
IDENTIFICACIÓN DE ANIONES PRESENTES EN EL AGUA Y APLICACIÓN DE TÉCNICAS PARA ELIMINAR LA DUREZA EN LAS AGUAS

1. OBJETIVOS

- Estudiar los diferentes tipos de dureza.
- Aplicar técnicas para eliminar la dureza en una muestra problema (temporal y permanente).
- Identificar la presencia de cloruros, sulfatos, carbonatos/bicarbonatos en diferentes tipos de agua por medio de reactivos químicos.

2. FUNDAMENTO

El agua es el compuesto de mayor abundancia en la superficie terrestre, ocupa el 71% de la corteza de la tierra.

El agua es considerada el disolvente universal por excelencia, porque el agua disuelve a la mayoría de las sustancias químicas.

Conocemos varios tipos de agua, el **agua potable** que es el agua que la persona puede ingerir sin ningún riesgo para la salud.

Agua blanda que es el agua que contiene una concentración muy baja de sales disueltas.

Agua destilada agua que no contiene iones, sales disueltas,

Agua dura es el agua que contiene en solución una alta concentración de minerales en particular sales de iones calcio y de iones magnesio.

La dureza del agua es causada principalmente por la presencia de iones calcio y magnesio y se define como la concentración total de iones calcio y magnesio. Se expresa como **$CaCO_3$** en la unidad de concentración**PPm (mg/L)** que significa partes por millón.Existen otras unidades para expresar la dureza en el agua.

Existen dos tipos de dureza: **Temporal y permanente. La dureza temporal** es ocasionada por la presencia de aniones carbonatos y bicarbonatos. Esta dureza en el agua puede eliminarse calentando el agua, se produce la siguiente reacción:

$$Ca^{2+}{}_{(s)2}{}^{+} + 2HCO_3{}_{(g)}^{-} \rightarrow\leftarrow \quad CaCO_{3(s)} + CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)}$$

Aquí el calcio precipita como Carbonato de calcio y se reduce la dureza del agua.

La dureza permanente es originada por aniones **cloruros** y **sulfatos** Si el calcio procede de otras sales como el cloruro de calcio o sulfato de calcio hay que usar otros métodos para eliminar este tipo de dureza.

Entre los métodos se encuentran: Resinas de intercambio catiónico, Ablandadores de agua, sistemas de osmosis inversa, adición de sustancias químicas como el carbonato de sodio o potasio e hidróxido de calcio. Ver fig, 1

El agua dura tiene efecto negativo en la industria, pues en las calderas se producen incrustaciones o costras debidas al carbonato de calcio que se forma, en el hogar el agua dura produce efectos indeseables pues hace que se utilice mayor cantidad de jabones y detergentes pues el calcio reacciona con el jabón formando grumos insolubles. Otro aspecto es que los alimentos que se hierven con esta agua tardan más tiempo en cocerse y se consume mayor cantidad de gas propano.En términos generales, la calidad de las aguas en función de su dureza es:

CALIDAD DE AGUA	
Dureza	**CaCO3 mg/l**
Suma calidad	Hasta 150
Calidad media	Hasta 300
Calidad aceptable	Hasta 500
Calidad muy mala	Más de 600

Las normas europeas han adoptado como concentración límite 500 mg/l $CaCO_3$. La Organización Mundial de Salud, OMS, ha adoptado como concentración máxima deseable 100 mg/l de $CaCO_3$ y como concentración máxima admisible 500 mg/l.

Clasificación de la dureza del agua

Tipos de agua	mg/l
Agua blanda	≤17
Agua levemente dura	≤60
Agua moderadamente dura	≤120
Agua dura	≤180
Agua muy dura	>180
Agua potable	≤120



Figura No.1 Equipo de osmosis inversa

3. MATERIALES Y EQUIPOS

-Mechero de Bunsen

-Lamina de amianto

-Embudo

-Beaker

-Gradilla para tubos de ensayo

-Varilla de vidrio(agitador)

-Matraz Erlenmeyer

- Tubos de ensayo (grande)

-Soporte y pinza para tubos.

-Papel de filtro.

-Escobilla para tubos

Reactivos

-Solución de cloruro de calcio al .

-Solución de jabón al 4% p-V

-Solución de bicarbonato de sodio $NAHCO_3$ al 6%P-V

-Agua destilada

-Agua de la llave

-agua dura

-Solución de cloruro de bario $BaCl_2$

-Solución de Nitrato de plata $AgNO_3$

-Solución de ácido clorhídrico HCl

1. **PROCEDIMIENTO**

Reconocimiento y Eliminación de la dureza temporal

1-Vierta en un tubo de ensayo 5ml de una solución de bicarbonato de sodio, añada 1 mL de una solución de jabón. Agite fuertemente. Observe el contenido del tubo de ensayo. No descarte la solución.

2-En otro tubo de ensayo vierta de nuevo 5ml de la solución de bicarbonato de sodio, calentar hasta ebullición, deje reposar y luego filtre. Al filtrado agregue 1 mL de la solución de jabón. Agite fuertemente. Compare con el tubo del experimento anterior**,** **¿En cuál de los dos tubos se produjo mayor cantidad de espuma y porque?**

¿Cuál es el nombre del anión de la dureza eliminada?

4.2 Reconocimiento y eliminación de la dureza permanente.

1-Agregue en un tubo de ensayo 5ml de una solución de cloruro de calcio añada 1 ml de la solución de jabón y agite. No descarte.

2-En otro tubo de ensayo agregue 5mL de la solución de cloruro de calcio y 5mL de la solución de carbonato de sodio, aparece un precipitado en el fondo del tubo de ensayo. Deje reposar y luego filtre. A la solución filtrada agregue 1 ml de la solución de jabón, agite fuertemente, Compare con la espuma del tubo anterior.¿

¿**En cuál de los dos tubos de produjo mayor cantidad de espuma? Explicar la razón.**

4.3 **¿Identificación de carbonatos/bicarbonatos, sulfatos y cloruros en diferentes tipos de agua. Analizamos tres tipos aguas:**

Agua destilada.

Agua de la llave

Agua dura (preparada en el lab.)



Figura No.2



Figura No.3

1-Lavar bien con una escobilla y jabón liquido tres tubos de ensayo y Colóquelos en una gradilla para tubos de ensayo, rotúlelos con los números 1, 2 y 3. Ver fig.2 y Fig.3

2- Añada a cada tubo aproximadamente 2 ml de agua destilada.

3-Tubo No.1 agregue 5 gotas de HCl (ácido clorhídrico). Si observa burbujas en la superficie del líquido, indica que hay presencia de Carbonatos/bicarbonatos. Estas burbujas son del gas CO_2 (dióxido de carbono) producto de la reacción química.

Reacción química:

$CO_3^{2-}/HCO_{3(ac)}^{-} + 3HCl_{(ac)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 3Cl^{-}_{(ac)}$

4-Tubo No.2, agregue 5 gotas de $BaCl_2$ (cloruro de bario) si se forma una turbidez o un precipitado blanco (solido) de SO_4 Ba (sulfato de bario) indica la presencia de sulfatos.

Reacción química:

$SO_4^{2-}{}_{(ac)} + BaCl_{2(ac)} \rightarrow BaSO_{4(s)} + 2Cl^{-}_{(ac)}$

5-Tubo No,3 Agregue 5 gotas de $AgNO_3$ (nitrato de plata) una turbidez o un precipitado blanco de AgCl (cloruro de plata) hay presencia de cloruros.

Reacción química:

$Cl_{(ac)}^{-} + AgNO_{3(ac)} \rightarrow AgCl_{(ac)} + NO_3^{-}{}_{(ac)}$

6- Repita el procedimiento anterior completo, con el gua de la llave, y agua dura.

PRÁTICA NO.10
IDENTIFICACIÓN DE ANIONES PRESENTES EN EL AGUA Y APLICACIÓN DE TÉCNICAS PARA ELIMINAR LA DUREZA EN LAS AGUAS

Apellidos__________________________**Nombre**____________________________

Matricula_________________________**Sección**____________**Fecha**___________

Día y hora ________________________**Nombre de su profesor** _______________

1-Realiza un dibujo, del experimento reconocimiento y eliminación de la dureza permanente.

2-Cuales son las desventajas que tiene el uso de aguas duras?

3-Escriba la reacción química entre el cloruro de calcio ($CaCl_2$) y el carbonato de sodio.

4-¿Cuál es el nombre y formula química del compuesto que queda en el papel de filtro, en el experimento de eliminación de la dureza permanente.

5-Cuál es el nombre del compuesto químico del reactante que ocasiona la dureza permanente?

6- Llene el siguiente cuadro.

Anión	**Reactivo de identificación.**	**Evidencia**	**Compuesto que se forma**
CO_3^{2-}/HCO_3^-			
Cl^-			
SO_4^{2-}			

7-Complete el cuadro siguiente. Escriba un signo de (+) si es positivo y un signo de (–) si es negativo en cada tipo de agua estudiada.

Tipos de agua	**Reactivos de identificación**		
	HCl	**$BaCl_2$**	**$AgNO_3$**
Destilada			

Llave			
Dura			

8-Las pruebas realizadas al agua en el experimento es suficiente para usted decidir tomar esa agua?

ANEXOS

ANEXO I:

NOMBRE______________________ USO__________________________	NOMBRE:________________________ USO:__________________________	NOMBRE:____________________ USO:______________________
NOMBRE:____________________ USO:______________________	NOMBRE:____________________ USO :	NOMBRE::__________________
NOMBRE : __________________ USO : ____________________	NOMBRE : __________________ USO: ____________________	NOMBRE: __________________ USO : ____________________

NOMBRE: ____ USO: ____	NOMBRE: ____ USO: ____	NOMBRE: ____ USO: ____
NOMBRE: ____ USO: ____	NOMBRE: ____ USO : ____	NOMBRE: ____ USO: ____
NOMBRE: ____ USO: ____	NOMBRE: ____ USO: ____	NOMBRE: ____ USO: ____
NOMBRE: ____ USO: ____	NOMBRE: ____ USO: ____	NOMBRE: ____

NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________
NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________
NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________
NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________ ____________
NOMBRE: ____________ USO: ____________	NOMBRE: ____________ USO: ____________	NOMBRE: ____________

USO:

NOMBRE: USO:	NOMBRE: USO:	NOMBRE: USO:

ANEXO II: TABLADE CATIONES Y ANIONES

Cationes	Sistemática	Clásica		Aniones	Sistemática	Clásica
H^{+}	Hidrógeno			H^{-}	Hidruro	Hidruro
Li^{+}	Litio	Litio		O^{-2}	Oxido/Oxo	Oxido/Oxo
Na^{+}	Sodio	Sodio		OH^{-}	Hidróxido	Hidróxido
K^{+}	Potasio	Potasio				
Rb^{+}	Rubidio	Rubidio		F^{-}	Fluoruro	Fluoruro
Ag^{+}	Plata	Plata		Cl^{-}	Cloruro	Cloruro
NH_4^{+}	Amonio	Amonio		Br^{-}	Bromuro	Bromuro
Be^{+2}	Berilio	Berilio		I^{-}	Ioduro	Ioduro
Mg^{+2}	Magnesio	Magnesio		S^{-2}	Sulfuro	Sulfuro
Ca^{+2}	Calcio	Calcio				
Sr^{+2}	Estroncio	Estroncio		ClO^{-}	Oxoclorato(I)	Hipocloroso
Ba^{+2}	Bario	Bario		ClO_2^{-}	Dioxoclorato(III)	Cloroso
Ra^{+2}	Radio	Radio		ClO_3^{-}	Trioxoclorato(V)	Clórico
Zn^{+2}	Zinc	Zinc		ClO_4^{-}	Tetraoxoclorato(VII)	Perclórico
Cd^{+2}	Cadmio	Cadmio		BrO^{-}	Oxobromato(I)	Hipobromoso
Cu^{+}	Cobre(I)	Cuproso		BrO_2^{-}	Dioxobromato(III)	Bromoso
Cu^{+2}	Cobre(II)	Cúprico		BrO_3^{-}	Trioxobromato(V)	Brómico
Hg^{+}	Mercurio(I)	Mercurioso		BrO_4^{-}	Tetraoxobromato(VII)	Perbrómico
Hg^{+2}	Mercurio(II)	Mercúrico		IO^{-}	Oxoiodato(I)	Hipoiodoso
Al^{+3}	Aluminio	Aluminio		IO_2^{-}	Dioxiodato(III)	Iodoso
Au^{+}	Oro(I)	Auroso		IO_3^{-}	Trioxoiodato(V)	Iódico
Au^{+3}	Oro(III)	Aurico		IO_4^{-}	Tetraoxoiodato(VII)	Periódico
Fe^{+2}	Hierro(II)	Ferroso				
Fe^{+3}	Hierro(III)	Férrico		SO_3^{-2}	Trioxosulfato(IV)	Sulfito
Co^{+2}	Cobalto(II)	Cobaltoso		SO_4^{-2}	Tetraoxosulfato(VI)	Sulfato
Co^{+3}	Cobalto(III)	Cobáltico				
Ni^{+2}	Níquel(II)	Niqueloso		NO_2^{-}	Dioxonitrato(III)	Nitrito
Ni^{+3}	Níquel(III)	Niquélico		NO_3^{-}	Trioxonitrato(V)	Nitrato
Sn^{+2}	Estaño(II)	Estannoso				
Sn^{+4}	Estaño(IV)	Estánnico		PO_3^{-3}	Trioxofosfato(III)	Ortofosfito
Pb^{+2}	Plomo(II)	Plumboso		PO_4^{-3}	Tetraoxofosfato(V)	Ortofosfato
Pb^{+4}	Plomo(IV)	Plúmbico				
Pt^{+2}	Platino(II)	Platinoso		CO_3^{-2}	Trioxocarbonato(IV)	Carbonato
Ir^{+4}	Iridio(IV)	Irídico		CrO_4^{-2}	Tetraoxocromato(VI)	Cromato
Mn^{+2}	Manganeso(II)	Manganoso		MnO_4^{-}	Tetraoxomanganato(VII)	Permanganato
Mn^{+4}	Manganeso(IV)	Mangánico				

ANEXO II: UNIDADES DE MEDICIÓN COMUNES

MASA

1 libra (lb) = 453.59 gramos (g) = 0.45359 kg
1 kilogramo (kg) = 1000 g = 2.2046 libras (lb)
1 libra (lb) = 0.45359 kg = 16 onzas (oz)
1 onza (avoir) = 28.34 g
1 onza (troy) = 31.10 g
1 gramos (g) = 10 decigramos (dg) = 100 centigramos (cg) = 1000milig (mg) =
1 uma (u) = $1.6605x10^{-24}$ gramos
1 tonelada (ton) corta = 2000 lb = 907.2 kg
1 tonelada (ton) larga = 2240 lb
1 tonelada métrica (Tm) = 2205 lb = 1000 kg

LONGITUD

1 pulgada (pulg) = 2.54 centímetros (cm)
1 milla (mi) = 5280 pies (ft) = 1.6093 kilómetros (km)
1 yarda (yd) = 36 pulgadas (pulg) = 0.9144 metro
1 metro (m) = 100 centímetros (cm) = 39.37 pulg = 3.281pies = 1.094 yd = 10^9nanómetros
1 nanómetro (nm) = 10^3picómetros (pm) = 10^{-9}m ;
1 picómetro (pm) = 10^{-12}m = 10^{-3}nm
1 centímetro (cm) = 0.3937pulg
1 kilómetro (km) = 1000 metros (m) = 1094yardas (yd) = 0.6215 milla
1 Ånstrom (Å) = $1.0x10^{-8}$cm = 0.10nm

VOLUMEN

1 cuarto (ct) de galón (gl) = 0.9463 litros (L) = 32 onzas fluidas = 946.3 mL
1 onza fluida = 29.6 mililitros (mL)
1 litro (L) = 1.0567 cuarto (ct) = 1 decímetro cúbico (dm^3) = 1000 centímetros cúbicos (cm^3) = 1000mlilitros (mL) = 0.001 metro cúbico (m^3).
1 mililitro (mL) = 1 centímetro cúbico (cm^3) = 0.001L = $1.056x10^{-3}$ct
1 pie cúbico (pie^3) = 28.316 L = 29.924 ct = 7.481gl
I pulgada cúbica ($pulg^3$) = 16.39 cm^3
1 galón = 4 cuartos = 8 pintas = 3.785 litros (L)

ENERGÍA

1 joule (j) = $1.60x10^{13}$Mev = $1.0x10^7$ergios (erg) = 0.32901 calorías = 10^{-3}kj
1 caloría (cal) = 4.184joules = $4.184x10^7$erg = $2.612x10^{19}$ electrón voltio (ev)
1 ergio (erg) = $1.0x10^{-7}$ joule = $2.3901x10^{-8}$cal
1 ev = 10^{-6} Mev = $1.6022x10^{-19}$ j = $1.6022x10^{-12}$erg = 96.485 (kj/mol)
1 unidad térmica británica (BTU) = 1055.06 j = $1.05566x10^{10}$erg = 252.2cal

Referencias consultadas:

- Kotz, Treichel, Weaaver. Química y Radiactividad Química. Sexta edición
- Quezada Apolinar, Manual de Química Inorgánica.
- De la Cruz Hermógenes, Manual de Laboratorio Química Inorgánica QUI-111, 2007
- EbbingGammon, Química General. Novena edición.
- Raymond chang. Química. Decima edición. The mcGraw-Hill companies, inc.Impreso en México *Printed in Mexico,* 2010
- Zumdhal Steven. Fundamentos de Química. Octava edición.
- Ralph H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffry D. Madura y Carey Bissonnette. Química General. Decima edición. PEARSON EDUCACION, S. A., Madrid, 2011
- Diversas fuentes de Internet.